

INTRODUCTION

La chaleur est une forme d'énergie qui est transférée entre un système et son milieu extérieur du seul fait de leur différence de température.

1/Partie théorique

A/ Principe de la calorimétrie :

Un calorimètre est un instrument de mesure de la quantité de chaleur échangée entre deux corps A et B, mais mis en contact entre eux ou les propriétés calorifiques du corps A sont connues

Un calorimètre est constitué d' :

- un vase calorimétrique où apparaît la chaleur à mesurer.
- Une enveloppe protectrice (paroi isolante) pour minimiser les pertes de chaleur avec l'extérieur (système isolé).
- Un agitateur.
- Un thermomètre.
- Un couvercle.

Le vase+l'agitateur+le thermomètre : sont les accessoires du calorimètre.

C/ L'enthalpie :

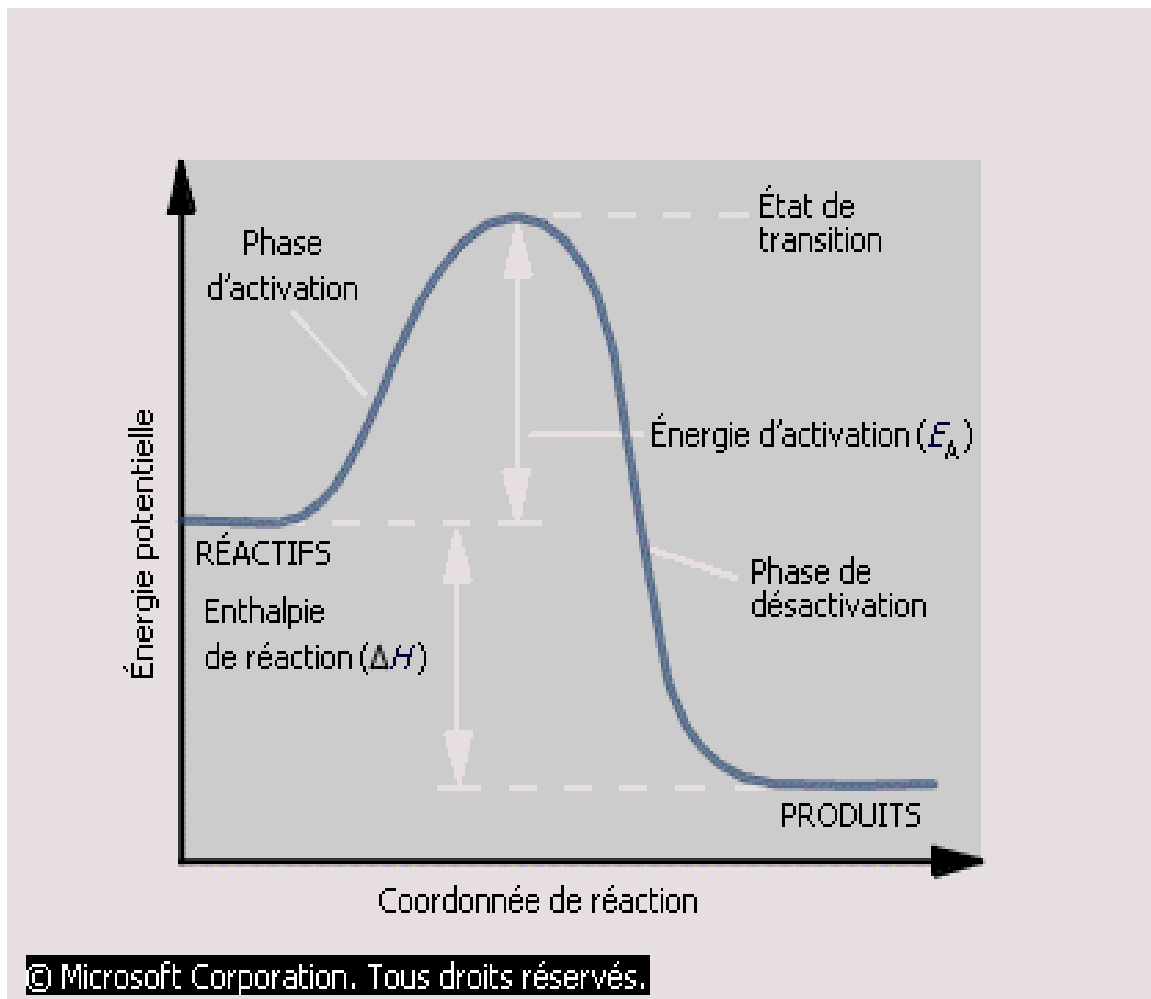
Enthalpie, fonction d'état, notée H , intervenant dans le premier principe de la thermodynamique. L'enthalpie est définie par l'expression : $H = U + PV$ où U correspond à l'énergie interne du système, P à la pression et V au volume du système.

On utilise aussi fréquemment l'expression de l'enthalpie sous sa forme différentielle : $dH = dU + PdV + VdP$. Ainsi, si on change le volume du système tout en lui imposant une pression constante (transformation isobare, $dP = 0$), la différence d'enthalpie entre l'état final du système et l'état initial est égal à la chaleur échangée.

D/ Profil énergétique d'une réaction élémentaire exothermique :

Le profil énergétique d'une réaction renseigne sur les transformations d'énergie qui ont lieu pendant son déroulement. La réaction élémentaire dont le profil énergétique est présenté ici est dite exothermique car l'état final (les produits) de la réaction est plus bas que l'état initial (les réactifs) : le système a cédé plus d'énergie qu'il n'en a absorbé. Cette variation globale d'énergie potentielle correspond à la variation d'enthalpie entre les réactifs et les produits, appelée

enthalpie de réaction (ΔH). Par ailleurs, pour passer de l'état initial à l'état final, le système doit acquérir un minimum d'énergie (phase d'activation) pour initier la réaction : c'est l'énergie d'activation (E_a). Le système passe ainsi par un maximum d'énergie et se trouve dans un état dit état de transition, qui correspond au moment où les réactifs forment un agrégat, appelé complexe activé, au sein duquel les liaisons sont en train de se rompre et de se former. Puis le système évolue vers son état final (phase de désactivation) dont l'énergie potentielle peut être inférieure à celle de départ (réaction exothermique avec dégagement de chaleur) ou supérieure (réaction endothermique avec absorption de chaleur).



E/ Matériels et produits :

Un Calorimètre, Balance, un Thermomètre, Plaque chauffante, Eprouvette graduée, Erlenmeyer.
Et les produits sont : Acide sulfurique (H_2SO_4), Carbonate de sodium hydraté ($Na_2CO_3 \cdot 10 H_2O$), Hydroxyde de sodium ($NaOH$), Eau distillée.

2/ Partie Pratique

*But :

Le but de ce TP est de déterminer :

- L'enthalpie d'hydratation d'un sel.
- L'enthalpie de dissolution d'un acide.
- L'enthalpie de dissociation d'une base.

*Mode opératoire :

1/Détermination de la capacité thermique du calorimètre :

Premièrement, on prend 200 ml d'eau à l'aide de l'éprouvette graduée, puis mettre l'eau dans le calorimètre, on obtient la température initiale (T1) de l'eau et du calorimètre (T1 = 21°C = 294 K°)

Deuxièmement, on prend 200 ml d'eau à l'aide de l'éprouvette graduée, mettre cette quantité dans un erlenmeyer, puis chauffer jusqu'à une température (T2 = 60°C = 333K°), puis on verse l'eau chaude dans le calorimètre rapidement, on obtient (mesure) la température d'équilibre : T_{eq} = 40°C = 313 K°

$$Q_1 = 294 \text{ K}^\circ \dots\dots\dots Q_2 = 333 \text{ K}^\circ \dots\dots\dots Q_{\text{cal}} = 313 \text{ K}^\circ$$

*Déterminer la capacité thermique du calorimètre :

$$Q_1 = c_1 \cdot m_1 (T_{\text{eq}} - T_1)$$

$$Q_2 = c_2 \cdot m_2 (T_{\text{eq}} - T_2)$$

$$Q_{\text{cal}} = c_{\text{cal}} \cdot m_{\text{cal}} (T_{\text{eq}} - T_1) \dots\dots\dots c_{\text{cal}} \cdot m_{\text{cal}} = C_{\text{cal}}$$

Donc : $Q_{\text{cal}} = C_{\text{cal}} (T_{\text{eq}} - T_1)$

Et on a : $Q_1 + Q_2 + Q_{\text{cal}} = 0$

$$c_1 \cdot m_1 (T_{\text{eq}} - T_1) + c_2 \cdot m_2 (T_{\text{eq}} - T_2) + C_{\text{cal}} (T_{\text{eq}} - T_1) = 0$$

$$C_{\text{cal}} = - c_1 \cdot m_1 (T_{\text{eq}} - T_1) - c_2 \cdot m_2 (T_{\text{eq}} - T_2) / T_{\text{eq}} - T_1$$

$$m_1 = m_2 \dots\dots\dots m = 200 \text{ g.}$$

$$c_1 = c_2 \dots\dots\dots c_{\text{eau}} = 4.18 \text{ J/g}^\circ\text{C}$$

$$C_{\text{cal}} = - m \cdot c \cdot [T_{\text{eq}} - T_1 + T_{\text{eq}} - T_2 / T_{\text{eq}} - T_1]$$

A.N :

$$C_{\text{cal}} = 44 \text{ J/K}^\circ$$

*Calculer la valeur en eau du calorimètre (μ e) :

On a :

$$C = \mu \times c_{\text{eau}} \dots\dots\dots \mu = C / c_{\text{eau}}$$

A.N :

$$\mu = 44 / 4,185$$

$$\mu = 10.52 \text{ g}$$

2/Détermination de l'enthalpie de dissociation d'une base :

Premièrement, on prend 100 ml d'eau à l'aide de l'éprouvette graduée, puis mettre l'eau dans le calorimètre, on obtient la température initiale (T1) de l'eau et du calorimètre (T1 = 21°C = 294 K°)

Deuxièmement, on pèse environ 2 g de NaOH puis, on met cette quantité dans le calorimètre et bien agiter. On attend l'équilibre puis mesurer la température d'équilibre : T_{eq} = 26°C = 299 K°

$$Q_1 = 294 \text{ K}^\circ \dots\dots\dots Q_{cal} = 299 \text{ K}^\circ$$

*Déterminer l'enthalpie de dissociation de NaOH:

$$Q_1 = c_1 \cdot m_1 (T_{eq} - T_1)$$

$$Q_{cal} = c_{cal} \cdot m_{cal} (T_{eq} - T_1) \dots\dots\dots c_{cal} \cdot m_{cal} = C_{cal}$$

Donc : $Q_{cal} = C (T_{eq} - T_1)$

Et on a : $\Delta H_d + Q_{eau} + Q_{cal} = 0$

$$\Delta H_d + c_1 \cdot m_1 (T_{eq} - T_1) + C_{cal} (T_{eq} - T_1) = 0$$

$$\Delta H_d = -c_1 \cdot m_1 (T_{eq} - T_1) - C_{cal} (T_{eq} - T_1)$$

$$m_1 = 100 \text{ g} \dots\dots\dots m_2 = 2 \text{ g}$$

$$c = 4,18 \text{ J/g}^\circ \text{C}$$

A.N:

	$\Delta H_d = -2310 \text{ J}$	
--	--------------------------------	--

* Déterminer l'enthalpie standard de formation de NaOH :

$$\Delta H_F = -\Delta H_d / n \dots\dots\dots \Delta H_F = -\Delta H_d \times M / m$$

A.N :

$$\Delta H_F = -(-2310 \times 40 / 2)$$

$$= 46200 \text{ J/mol}$$

	$\Delta H_F = 46,200 \text{ KJ/mol}$	
--	--------------------------------------	--

3/Détermination de l'enthalpie de dissolution d'un acide :

Premièrement, on prend 100 ml d'eau distillée à l'aide de l'éprouvette graduée, puis mettre l'eau dans le calorimètre, on obtient la température initiale (T1) de l'eau et du calorimètre (T1 = 21°C = 294 K°)

Deuxièmement, on prend 5 ml de l'acide sulfurique concentré H₂SO₄ puis, on met cette quantité dans le calorimètre. On attend l'équilibre puis mesurer la température d'équilibre : T_{eq} = 38°C = 311 K°

$$Q_1 = 294 \text{ K}^\circ \dots\dots\dots Q_{cal} = 311 \text{ K}^\circ$$

*Déterminer l'enthalpie de dissolution de H₂SO₄ :

$$Q_1 = c_1 \cdot m_1 (T_{eq} - T_1)$$

$$Q_{cal} = c_{cal} \cdot m_{cal} (T_{eq} - T_1) \dots\dots\dots c_{cal} \cdot m_{cal} = C_{cal}$$

Donc : $Q_{cal} = C (T_{eq} - T_1)$

Et on a : $\Delta H_d + Q_{eau} + Q_{cal} = 0$

$$\Delta H_d + c_1 \cdot m_1 (T_{eq} - T_1) + C_{cal} (T_{eq} - T_1) = 0$$

$$\Delta H_d = -c_1 \cdot m_1 (T_{eq} - T_1) - C_{cal} (T_{eq} - T_1)$$

$$m_1 = 100 \text{ g}$$

$$m_2 = \delta \cdot V = 1.83 \times 5 = 9,15 \text{ g}$$

$$c = 4,18 \text{ J/g}^\circ\text{C}$$

A.N:

	$\Delta H_d = -7854 \text{ J}$	
--	--------------------------------	--

* Déterminer l'enthalpie standard de formation de H₂SO₄ :

$$\Delta H_F = -\Delta H_d / n \dots\dots\dots \Delta H_F = -\Delta H_d \times M / m$$

A.N :

$$\begin{aligned} \Delta H_F &= -(-7854 \times 98 / 9,15) \\ &= 84119,34 \text{ J/mol} \end{aligned}$$

	$\Delta H_F = 84,11 \text{ KJ/mol}$	
--	-------------------------------------	--

4/Détermination de l'enthalpie d'hydratation d'un sel :

Premièrement, on prend 100 ml d'eau à l'aide de l'éprouvette graduée, puis mettre l'eau dans le calorimètre, on obtient la température initiale (T₁) de l'eau et du calorimètre (T₁ = 21°C = 294 K°)

Deuxièmement, on pèse environ 5 g de Na₂CO₃ puis, on met cette quantité dans le calorimètre et bien agiter. On attend l'équilibre puis mesurer la température d'équilibre : T_{eq} = 19°C = 292 K°

$$Q_1 = 294 \text{ K}^\circ \dots\dots\dots Q_{cal} = 292 \text{ K}^\circ$$

*Déterminer l'enthalpie d'hydratation de Na₂CO₃ :

$$Q_1 = c_1 \cdot m_1 (T_{eq} - T_1)$$

$$Q_{cal} = c_{cal} \cdot m_{cal} (T_{eq} - T_1) \dots\dots\dots c_{cal} \cdot m_{cal} = C_{cal}$$

Donc : $Q_{cal} = C (T_{eq} - T_1)$

Et on a : $\Delta H_d + Q_{eau} + Q_{cal} = 0$

$$\Delta H_d + c_1 \cdot m_1 (T_{eq} - T_1) + C_{cal} (T_{eq} - T_1) = 0$$

$$\Delta H_d = -c_1 \cdot m_1 (T_{eq} - T_1) - C_{cal} (T_{eq} - T_1)$$

$$m_1 = 100 \text{ g} \dots\dots\dots m_2 = 5 \text{ g}$$

$$c = 4,18 \text{ J/g}^\circ\text{C}$$

A.N:

$$\Delta H_d = 924 \text{ J}$$

* Déterminer l'enthalpie standard de formation de Na_2CO_3 :

$$\Delta H_F = -\Delta H_d / n \dots\dots\dots \Delta H_F = -\Delta H_d \times M / m$$

A.N :

$$\begin{aligned} \Delta H_F &= -924 \times 286.14 / 5 \\ &= -52878.67 \text{ J/mol} \end{aligned}$$

$$\Delta H_F = 52.87 \text{ KJ/mol}$$

5/- Les réactions de dissolution que l'on a fait sont **exothermique** pour l'expérience (2), (3) et **endothermique** pour l'expérience (4)

CONCLUSION

Ce TP nous a permis de savoir mieux le calcul de la chaleur massique d'un corps quelconque et de déterminer la capacité du calorimètre dans les différentes expériences.

On peut conclure que le système reçoit de l'énergie sous forme de chaleur ou plus simplement reçoit de la chaleur ; elle est positive si elle est effectivement reçue par le système et elle est négative si elle est cédée par le système ou milieu extérieur.

SOMMAIRE

* INTRODUCTION.....PAGE 1

* PARTIE THEORIQUE.....PAGE 2

- Principe de calorimétrie
- L'enthalpie

*** PARTIE EXPERIMENTALE.....PAGE 5**

- Le but
- Mode opératoire 1/Détermination de la capacité

thermique du calorimètre

*Déterminer la capacité thermique du calorimètre

*Calculer la valeur en eau du calorimètre (μe)

2/Détermination de l'enthalpie de dissociation d'une base

*Déterminer l'enthalpie de dissociation de NaOH

* Déterminer l'enthalpie standard de formation de NaOH

3/Détermination de l'enthalpie de dissolution d'un acide

*Déterminer l'enthalpie de dissolution de H_2SO_4

* Déterminer l'enthalpie standard de formation de H_2SO_4

4 / Détermination de l'enthalpie d'hydratation d'un sel

*Déterminer l'enthalpie d'hydratation de Na_2CO_3

* Déterminer l'enthalpie standard de formation de
 Na_2CO_3

*** CONCLUSION.....PAGE 12**

*** SOMMAIRE.....PAGE 13**